

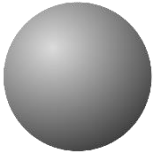
CHEMIEARBEIT 2 VORBEREITUNG

ZUSAMMENFASSUNG DER WICHTIGSTEN THEMEN

VERGLEICH DER ATOMMODELLE

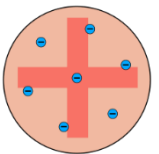
Dalton (Kugelmodell):

- Alles besteht aus Atomen
- Atome sind unzerstörbar
- Atome verschiedener Elemente unterscheiden sich durch Größe und Masse (Kann mit diesem Modell aber nicht bewiesen werden)



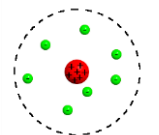
Thomson (Rosinenkuchenmodell):

- Das Atom besteht aus einer homogenen positiven Masse, in der gleichmäßig Elektronen verteilt sind
- Die Atome sind neutral
- Positive und negative Ladungen sind gleich groß



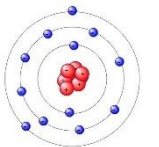
Rutherford (Kern-Hülle-Modell):

- Sehr kleiner und massereicher Kern, der positiv geladen ist
- Sehr große Atomhülle in der sich die negativ geladenen Elektronen bewegen
- Insgesamt sind die Atome neutral



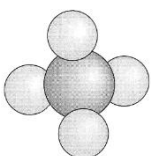
Bohr (Schalenmodell):

- Elektronen bewegen sich auf festgelegten Bahnen, bzw. Schalen, um den Kern
- Atome sind neutral



Kimball (Kugelwolkenmodell):

- Elektronen bewegen sich in Kugelwolken
- In jede Kugelwolke passen max. 2 Elektronen
- Die Kugelwolken mögen sich nicht und sind im größtmöglichen Abstand zueinander angeordnet (Tetraeder)
- Die K-Schale kann 2 Elektronen aufnehmen, alle anderen Schalen jeweils 8
- Schalen werden erst einfach besetzt, dann weiter aufgefüllt



DER ATOMBAU

DIE ATOMHÜLLE

In der Atomhülle befinden sich die negativ geladenen **Elektronen**. Die Anzahl der Elektronen entspricht der Protonenzahl im Kern.

DER ATOMKERN

Atomkerne bestehen aus 2 verschiedenen Bausteinen, den **Nukleonen**. Positiv geladene Nukleonen nennt man **Protonen**. Die Anzahl der Protonen bestimmt, um welches Element es sich handelt. Alle Atome eines Elements haben die gleiche Anzahl an Protonen. Neutrale Nukleonen nennt man **Neutronen**. Sie sind nicht geladen.

DIE ORDNUNGSZAHL EINES ELEMENTS

Sie gibt die Protonenzahl an, während die Massenzahl die Anzahl der Nukleonen angibt.

Massenzahl (steht oben): **Protonen + Neutronen**

Ordnungszahl (steht unten): **Protonen**

ISOTOPE

Als Isotope bezeichnet man Atome, die die gleiche Protonen-, aber eine unterschiedliche Neutronenzahl haben.

Diese Atome stellen aber das gleiche Element dar!

Beispiel: ^{12}C ^{13}C ^{14}C

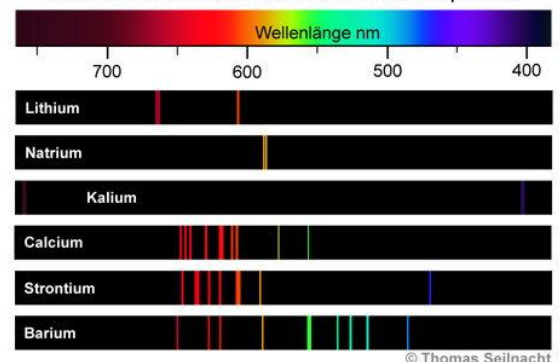
Die Isotope kommen in unterschiedlichen Verhältnissen vor.

Zur häufigsten Anwendung zählt die **Radiocarbonmethode**, welche der Bestimmung des Alters einer Leiche, bzw. Mumie dient.

FLAMMENFÄRBUNG VERSCHIEDENER STOFFE

Erhitzt man Atome, so werden die Elektronen bevorzugt von der äußeren Schale in einen angeregten Zustand angehoben. Die Elektronen fallen unter Aussendung eines Photons (Lichtpartikels) wieder in ihren Grundzustand. Die Photonen haben dabei eine bestimmte Wellenlänge und das ausgestrahlte Licht so eine spezifische Farbe. Im Linienspektrum sieht man die stattfindenden Elektronenübergänge. Die einzelnen Wellen ergeben zusammen die Flammenfarbe.

Linienspektren der Alkali- und Erdalkalimetalle
Auswahl beobachtbarer Linien der Emissionsspektren



ATOM- UND IONENRADIUS

ATOMRADIUS

Innerhalb einer Hauptgruppe nimmt die Größe, bzw. der Radius der Atome von **oben nach unten** zu, da die Anzahl der Schalen zunimmt.

Innerhalb einer Periode nimmt der Atomradius von **links nach rechts** ab, da die Anzahl der Protonen zunimmt und die Elektronen aufgrund der stärkeren **Coulombkräfte** stärker angezogen werden.

IONENRADIUS

Innerhalb einer Gruppe nimmt der Ionenradius von **oben nach unten** zu, da die Anzahl der Schalen zunimmt. Kationen sind kleiner als die Atome eines Elements, da ihnen ein Elektron fehlt.

DER VERGLEICH VON ATOMEN MIT IHREN KATIONEN UND ANIONEN

Im **Kation** befinden sich weniger Elektronen, als im entsprechenden Atom → Kation ist kleiner als das Atom.
Im **Anion** befinden sich mehr Elektronen als im entsprechenden Atom → Anion ist größer als das Atom.

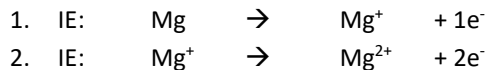
INNERHALB EINER PERIODE

Innerhalb einer Periode nimmt der jeweilige Radius der Anionen bzw. Kationen von **links nach rechts** ab, da die Anzahl der Protonen im Kern zunimmt und die Elektronen aufgrund der Coulombkräfte stärker angezogen werden.

Kationen < Atome < Anionen für ein bestimmtes Element.

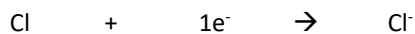
IONISIERUNGSENERGIE (IE)

Sie ist die Energie, die benötigt wird um ein Elektron von einem Atom zu **trennen**. (Bildung eines Kations)



ELEKTRONENAFFINITÄT (EA)

Diese Energie wird, bei der **Anlagerung** eines Elektrons an ein Atom, frei oder benötigt. (Bildung eines Anions)



ELEKTRONEGATIVITÄT (EN)

Sie ist ein Maß für die Fähigkeit eines jeden Atoms, die **Bindungselektronen** einer Elektronenpaarbindung anzuziehen.

Flour (max): EN = 4 (3,9)

Caesium (min): EN = 1 (0,7)

DIE IONISIERUNGSENERGIE

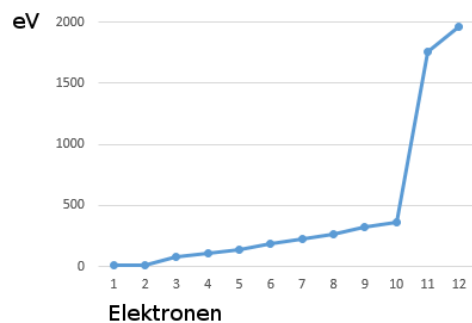
Die Abstufungen zwischen den Elektronen 2 und 3, bzw. 10 und 11 lassen sich so erklären:

Je näher das Elektron am Kern ist, desto mehr Energie wird benötigt. Der Sprung von Schale 10 auf 11 liegt daran, dass 11 und 12 nochmals näher am Kern liegen, als die anderen Elektronen.

Dazu gilt, je mehr Elektronen entfernt werden, desto mehr Einfluss hat der Atomkern auf die Elektronen. Die Elektronen werden stärker angezogen und sind schwerer zu entfernen.

	eV
1	7,646
2	15,035
3	80,144
4	109,265
5	141,265
6	186,764
7	225,019
8	265,958
9	328,060
10	367,496
11	1761,802
12	1962,662

Ionisierungsenergien des Magnesium-Atoms



Innerhalb einer Hauptgruppe nimmt die Ionisierungsenergie von **oben nach unten** ab, da mehr Schalen hinzukommen und die Elektronen so nicht mehr so stark angezogen werden.

Innerhalb einer Periode nimmt die Ionisierungsenergie von **links nach rechts** zu, da die Kernladung zunimmt und so die Elektronen stärker angezogen werden → stärkere Coulombkräfte.

Die Elemente der **1. Hauptgruppe** besitzen die kleinste IE: Durch Entfernung des Elektrons wird die **Edelgaskonfiguration** erreicht (Oktettregel).

Die Elemente der **8. Hauptgruppe** besitzen die größte IE: Elemente wollen die Edelgaskonfiguration behalten.

DIE ELEKTRONENAFFINITÄT

Die Elemente der **2. und 8. Hauptgruppe** weisen positive EA-Werte auf, da sie eine volle s- bzw. p-Schale haben. Durch die Zugabe eines Elektrons werden die weiteren Schalen unvollständig besetzt. Dies ist **ungünstig**.

Die Elemente der **7. Hauptgruppe** haben die niedrigsten EA-Werte, weil ihnen nur ein Elektron zur Edelgaskonfiguration fehlt.

DIE ELEKTRONEGATIVITÄT

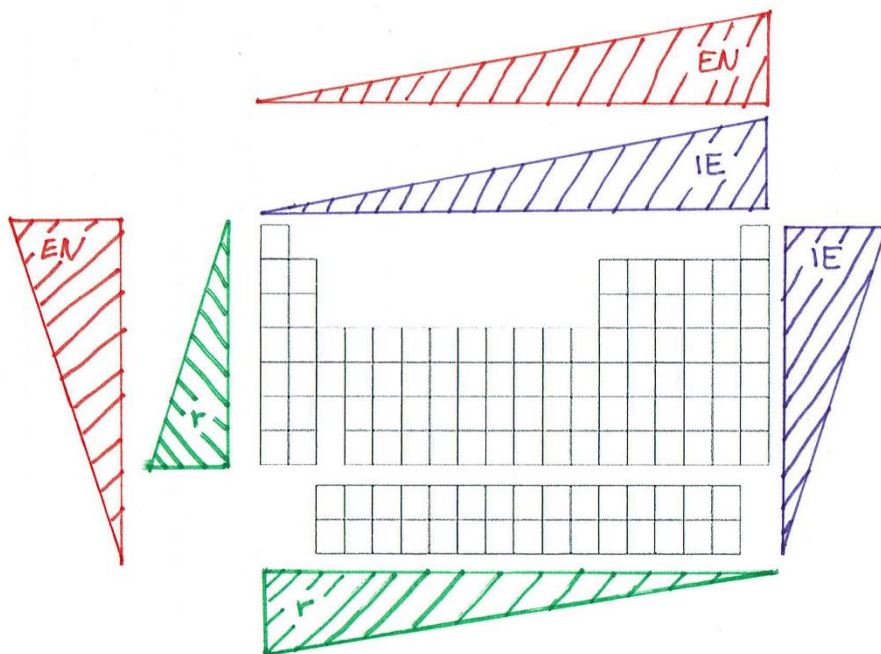
Besonderheit der **8. Hauptgruppe**: Diese Elemente sind schon in der Edelgaskonfiguration und gehen daher keine Bindung mehr ein.

Innerhalb einer Hauptgruppe nimmt die Elektronegativität von **oben nach unten** ab, da die Anziehung des Kerns durch die steigende Zahl Schalen abnimmt.

Innerhalb einer Periode nimmt die Elektronegativität von **links nach rechts** zu, da von links nach rechts die Coulombkräfte größer werden (der Radius nimmt ab).

Eigenschaften im Periodensystem

- zusammengefasst -



HALOGENLAMPE

Halogenlampen enthalten eine Wendel aus Wolfram, welches durch den Stromfluss zum Glühen gebracht wird. Im Glaskolben befindet sich Brom oder Iod. Beim Glühen verdampft ein Teil des Wolframs und reagiert mit einem der beiden Halogene zu dem entsprechenden Wolframhalogenid. Dieses wird an der 3.000°C heißen Wendel wieder in die Elemente zerlegt.

Wolfram und Brom reagieren zu Wolframbromid.

Wolfram und Iod reagieren zu Wolframiod.

HAUPTGRUPPE 1 – ALKALIMETALLE

Dazu zählen:

- Lithium
- Natrium
- Kalium
- Rubidium
- Caesium
- Francium

Wichtig: Wasserstoff gehört **nicht** zu den Alkalimetallen, obwohl es in der 1. Hauptgruppe steht!

Natrium ist ein sehr weiches Metall, die Oberfläche glänzt und oxidiert schnell.

Wenn **Lithium** in Wasser gelöst wird, entsteht Wärme und der Indikator färbt sich blau, was bedeutet, dass sich eine Lauge bildet. Das Gas welches dabei austritt ist Wasserstoff (H₂).

Natrium im Wasser reagiert ähnlich wie Lithium, nur heftiger.

Innerhalb der **Hauptgruppe** nimmt die Reaktionsfreudigkeit zu.

Alle Elemente einer Hauptgruppe reagieren **ähnlich**, da sie gleich viele Elektronen haben.

Die **Reaktivität** von Lithium zu Francium nimmt zu, da das äußerste Elektron weiter vom Kern entfernt ist und so leichter reagiert.

Vorkommen:

- Lithiumakku
- Halogenlampe

HAUPTGRUPPE 2 – ERDALKALIMETALLE

Dazu zählen:

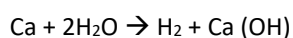
- Beryllium
- Magnesium
- Calcium
- Strontium
- Barium
- Radium

Flammenfärbung der Salze:

- Ca-Salz: rot
- Sr-Salz: dunkelrot
- Ba-Salz: grün

Magnesium reagiert langsam in Wasser, kann dafür aber unter Wasser brennen.

Calcium in Wasser gibt Wärme ab, schäumt und reagiert heftiger als Magnesium.



Diese Elemente reagieren ähnlich wie die, der 1. Hauptgruppe, da wie bei allen Hauptgruppen der Atomradius zunimmt und Elektronen abgegeben werden.

Die Reaktivität ist jedoch geringer, da die s-Schale voll besetzt ist, was energetisch günstig ist. Dazu ist die Ionisierungsenergie größer.

Vorkommen:

Kommen nur in **Verbindungen** wegen ihrer Reaktivität vor und machen den größten Teil der Erdkruste aus.

- Salze, z.B. Magnesium als Nahrungsergänzungsmittel oder in Sprudel
- Pyrotechnik
- In Knochen als Calcium

HAUPTGRUPPE 7 – HALOGENE

Dazu zählen:

- Fluor
- Chlor
- Brom
- Iod
- Astat
- Tennessin

Eigenschaften:

- Giftig
- Ätzend
- Stechender Geruch
- Sehr reaktiv

Diese Elemente sind extrem reaktiv, da sie nur noch ein **Valenzelektron** benötigen, um die Edelgaskonfiguration zu erreichen.

Jedoch nimmt die Reaktionsfreudigkeit innerhalb der Hauptgruppe von oben nach unten ab, da der Atomradius zunimmt und die Elektronen nicht so stark angezogen werden.

Vorkommen:

Molekular als z.B. Cl₂.

- Speiseersatz, Iod als Zusatz
- Schwimmbäder
- Zum Bleichen
- Halogenlampen
- Fotografie
- Ätzen von Platinen
- Iod gegen Schilddrüsenkrebs
- Fluorid in der Zahnpasta
- Sprudel

HAUPTGRUPPE 8 – EDELGASE

Dazu zählen:

- Helium
- Neon
- Argon
- Krypton
- Xenon
- Radon
- Oganesson

Helium verdrängt Sauerstoff aus der Lunge und erhöht die Stimme. Da in der Heliumatmosphäre die Dichte geringer ist und der Schall sich somit schneller fortbewegen kann, erhöhen sich die Frequenzen und die Stimmbänder schwingen schneller, was die hohe Stimme zur Folge hat.

Dies ist jedoch **keine** chemische Reaktion.

Physikalische Eigenschaften der Edelgase:

- Geruchlos
- Farblos

Diese Elemente reagieren nicht, da die Oktettregel erfüllt ist.

Vorkommen:

In der Atmosphäre und ansonsten als einzige, atomare Gase.

- Luftballons (He)
- Scheinwerfer (Xe)
- Neonlampen (Ne)
- Zeppeline (He)
- Schutzgasatmosphären (Ar)
- Leuchtreklamen (meistens Ne)

IONENBILDUNG

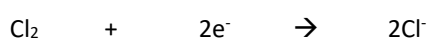
OXIDATION (ELEKTRONENABGABE)

Natriumatom \rightarrow positiv geladenem Natriumion (Natriumkation)



REDUKTION (ELEKTRONENAUFNAHME)

Chlormolekül $+$ $2\text{e}^- \rightarrow$ 2 Chloranionen



REDOXREAKTION

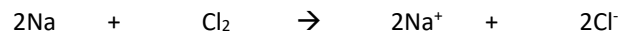
Elektronenabgabe: $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{e}^-$

Elektronenaufnahme: $\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-$

GESAMTGLEICHUNG



GESAMTGLEICHUNG ALS IONENGLEICHUNG



GESAMTGLEICHUNG ALS SUMMENGLEICHUNG

